

Galvanisation, loi de Faraday

Introduction

Les produits de la galvanisation sont nombreux: radiateurs chromés des voitures, poteaux de signalisation zingués, bijoux dorés ou argentés, argenterie, médailles, etc. Cette technique embellit les objets; elle les protège également contre la corrosion. La dorure ou l'argentage recouvrent un métal oxydable (par exemple du fer) d'une couche de métal inoxydable. Cette fine couche ne doit cependant pas être abimée pour assurer une protection efficace. Par contre, le zingage ou le nickelage du cuivre, par exemple, assurent une protection même si la couche protectrice est abimée: dans ce cas, c'est la couche protectrice qui s'oxyde, alors que le métal à protéger, plus noble, se réduit lors de la formation d'un élément galvanique à l'endroit abimé. Il suffit donc de reprotéger de temps en temps.

L'expérience proposée ici consiste à nickeler une plaque de cuivre par électrodéposition (galvanisation).

À l'anode ($\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{++} + 2\text{e}^-$), le nickel passe en solution et remplace les ions nickel présent dans l'électrolyte qui vont se réduire à la cathode de cuivre sur laquelle ils se déposent ($\text{Ni}^{++} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$).

Il s'agit donc simplement d'un transfert de métal de l'anode à la cathode, sans aucune énergie chimique dépensée ni aucun travail effectué (la force contre-électromotrice est nulle). La tension de travail atteint environ 4 V pour compenser la passivation progressive de l'anode (elle ne parvient plus à émettre des ions Ni^{++} assez rapidement pour empêcher un certain dégagement d'oxygène). La présence d'acide borique maintient une acidité suffisante pour qu'il ne puisse donc pas se former d'oxyde de nickel à la cathode.

La masse de nickel déposée est proportionnelle à la quantité de courant électrique ayant traversé le système, selon la loi de Faraday:

$$m = \frac{M \cdot i \cdot t}{n \cdot F}$$

i = intensité [C / s = A]
 t = temps [s]
 n_e = nombre d'électrons cédés ou gagnés.
 M = masse moléculaire de la substance.
 m = masse de substance.
 F = constante de Faraday = charge d'une mole d'électrons ($e \cdot N_A = 96'500 \text{ C}$)

Expérience

La production d'un bon dépôt métallique (que l'on peut frotter et polir) dépend de la préparation minutieuse du métal servant d'électrode:

- Nettoyer soigneusement la plaque de cuivre avec un tampon abrasif. Rincer à l'eau et sécher avec un papier absorbant.
 - Dégraisser la plaque avec un autre papier absorbant imbibé d'alcool à brûler. Par la suite, la plaque de cuivre **ne doit plus être touchée avec les doigts**, mais avec des pincettes.
 - Plonger pendant 3 minutes la plaque de cuivre dans HNO_3 2M (mordançage). Rincer la plaque à l'eau distillée, la sécher et la poser sur un papier absorbant.
1. Peser les deux électrodes (la plaque de cuivre et celle de nickel) au milligramme près.
 2. Remplir la cuve à électrolyse avec 50 ml de bain de galvanisation à disposition (il contient NiSO_4 24%, NiCl_2 4,6%, H_3BO_3 3% volume).
 3. Placer les deux électrodes dans la cuve, à 35 mm l'une de l'autre. L'anode positive est en nickel et la cathode négative en cuivre. Brancher les électrodes au générateur au moyen de pinces crocodiles.
 4. Electrolyser à température ambiante, à une **intensité constante de 0,5 A**, pendant 10 minutes environ (**mesurer exactement le temps avec un chronomètre**).

5. Une fois, la galvanisation terminée, sortir l'électrode de cuivre (toujours avec des pincettes) et la laisser sécher 2 à 3 minutes **sans l'essuyer**, en la tenant avec la pincette, afin de ne pas abimer le dépôt de nickel. Essuyer ensuite avec un papier absorbant. Sortir également l'électrode de nickel et la sécher avec un papier absorbant.
6. Peser une nouvelle fois les électrodes.

Interprétation

Calculer la masse de nickel déposée à la cathode et la masse de nickel enlevée à l'anode.

Calculer la différence de ces masses en pourcent par rapport à la masse de nickel déposée à la cathode (indiquer si la masse déposée est plus grande ou plus petite par rapport à la masse enlevée).

Calculer l'épaisseur du dépôt de nickel sur le cuivre (en micromètres), sachant que la masse volumique du nickel est $8,9 \text{ g/cm}^3$.

Calculer la constante de Faraday et indiquer les unités de cette constante (justifier).

Calculer la charge de l'électron et indiquer les unités de cette constante (justifier).

Tableaux des mesures

	Avant	Après
Masse anode (Ni)		
Masse cathode (Cu)		

Intensité du courant	
temps	

Tableau des résultats:

m Ni enlevé	
m Ni déposé	
Δm en %	
épaisseur	
F	
e	